5-LE PREMIER PRINCIPE

Les Echanges d'énergie : travail, chaleur, énergie interne

Le but de la thermodynamique est d'étudier les **propriétés** des systèmes et **leurs évolutions** en fonction des échanges d'énergie avec le milieu extérieur. Un système peut échanger de la masse et de l'énergie avec le milieu extérieur, alors son **état change** par gain ou perte de masse ou d'énergie. On dit que le système subit une transformation qui entraîne une variation des variables d'état.

Chaque système a un **certain contenu en énergie** sous diverses formes, telles :

* l'énergie **mécanique** (cinétique ou potentielle)
* l'énergie **chimique** dégagée sous forme de chaleur lors des réactions chimiques
* l'énergie **nucléaire** ($E = mc^2$) résultant d'une variation de la masse du noyau

Dans la pratique, les énergies nucléaire et chimique n'interviennent pas, car la masse du système ne varie pas dans les transformations courantes.

1 Energie interne U

L'énergie interne d'un système ou d'un corps est le **contenu en énergie** de ce système. Chaque système (solide, liquide ou gazeux) est une collection d'objets tels des atomes, molécules...Ces particules sont toujours animées de mouvements incessants et aléatoires (agitation moléculaire) : vibrations dans les solides ou agitation thermique dans les liquides ou gaz.

A ces mouvements microscopiques des molécules est associée de l'énergie cinétique E_c . De plus, entre ces atomes ou molécules peuvent exister des forces d'interaction (attraction et répulsion) auxquelles on associe une énergie potentielle E_p .

A l'échelle microscopique, l'énergie interne U du système est définie comme la somme des énergies cinétiques E_{ci} et potentielles E_{pi} de toutes les particules formant le système.

ex1 : le **gaz parfait** est caractérisé par l'absence d'interactions entre les molécules ($E_p = 0$)

alors $U = \Sigma_i \, 1/2 \, mv_i^2 = N.1/2 \, mv^2$

soit, $U = 3/2 \, NkT$

où N est le nombre de molécules dans l'enceinte

$$U = \Sigma_i \, E_{ci} \qquad 3.1)$$

ex2 : le **gaz réel** est caractérisé lui par l'existence d'interactions entre les molécules (alors $E_p \# 0$)

d'où,

$$U = \Sigma_i \, E_{ci} + \Sigma_i \, E_{pi} \qquad 3.2)$$



Propriétés de l'énergie interne U

A l'équilibre thermique, l'énergie interne U :

* est une énergie exprimée en joule [J] ou [kcal]
* elle a une valeur bien définie connue à une constante près (non connue dans l'absolu)
* c'est une fonction d'état

L'énergie interne U caractérise le contenu ou niveau énergétique du système thermodynamique. L'énergie interne U d'un système peut varier par suite d'échanges d'énergie avec le milieu extérieur. Les énergies sont principalement échangées sous forme de chaleur (Q) et de travail (W).

2 La chaleur Q

La chaleur est une forme spéciale de l'énergie :

* c'est une énergie exprimée en joule [J] ou [kcal]
* à l'échelle microscopique, c'est une énergie échangée sous forme désordonnée par agitation moléculaire (c.à.d par chocs entre les molécules en mouvement)
* elle s'écoule toujours d'une source chaude vers une source froide
* la chaleur n'est pas une fonction d'état

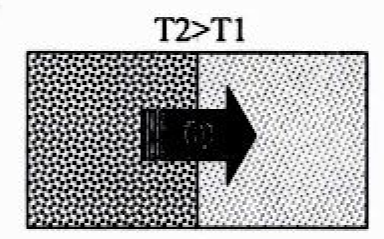


Fig. 3.1 : Transfert de chaleur Q par l'agitation moléculaire (en enlevant la cloison adiabatique)

On distingue entre deux types de chaleur :

a) La chaleur sensible

* elle est liée à une variation de température ΔT du système par suite d'un réchauffement ou d'un refroidissement
* elle est proportionnelle à la masse de matière et à la différence de température

d'où, pour une transformation infinitésimale :

$$dQ = mcdT \qquad 3.3)$$

où, c désigne la chaleur massique du matériau ou fluide exprimée en $[Jkg^{-1}K^{-1}]$



Transformation finie

La chaleur Q échangée lors d'une **transformation finie** entre l'état 1 et l'état 2 s'obtient en intégrant la relation 3.3 valable pour une transformation infinitésimale. On distingue alors plusieurs cas selon la valeur de c :

$$Q = \int mcdT$$

la chaleur massique reste constante (c = cte)

alors, $Q_{12} = \int_{12} mcdT = mc\int_{12}dT = mc(T_2 - T_1)$

soit, $\mathbf{Q_{12} = mc\Delta T = mc\ (T_2 - T_1)}$ 3.4)

la chaleur massique varie, *valeur moyenne $c = Cm \mid_{T1,T2}$*

c varie dans l'intervalle $[T_1,T_2]$, on prend alors une valeur moyenne pour $c = Cm \mid_{T1,T2}$

$$Q = m\ Cm \mid_{T1,T2} (T_2 - T_1) \quad 3.5)$$

où, la valeur moyenne, $Cm \mid_{T1,T2} = (Cm \mid_{0,T2} T2 - Cm \mid_{0,T1} T1)/(T2-T1)$ 3.6)

car, $\mathbf{Q_{12} = Q_{02} - Q_{01}}$

=> la valeur moyenne est calculée à partir de Tables donnant *$Cm \mid_{0,T}$*

la chaleur massique est une fonction de T : $c = f(T) = a_0 + aT + bT^2$

d'où, $Q_{12} = m\int_{12} cdT = m\int_{12} (a_0 + aT + bT^2)dT$

On distingue généralement entre chaleurs massiques à pression constante ou volume constant, notée c_p ou c_v :

* pour les solides ou liquides, on a : $\mathbf{c_p \sim c_v = c}$
* mais pour les gaz : $c_p \# c_v$ et $\mathbf{c_p/c_v = \gamma}$

b) La chaleur latente

La chaleur latente est la chaleur nécessaire à 1 kg de matière pour changer d'état à **température constante**, elle est définie par :

$$Q = mL \quad 3.7)$$

où, L est la chaleur massique associée à un **changement d'état**, cette chaleur est soit **libérée** (V⇒L) ou **absorbée** (L⇒V).On distingue entre chaleurs latentes de fusion, de vaporisation, de sublimation etc...

***Remarque** : Les changements d'état sont mis à profit dans les **Machines Thermiques** car ils **libèrent** d'importantes quantités de chaleur : ceci permet de réduire sensiblement la taille des échangeurs et des compresseurs (économie de matière et d'énergie).

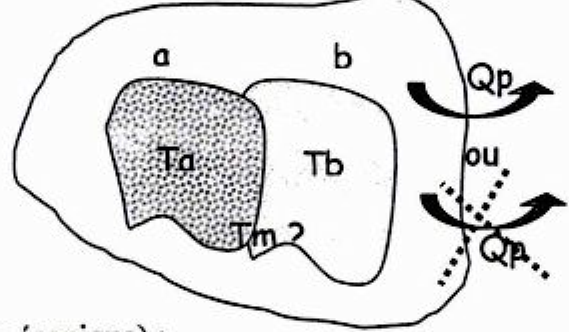


c) Loi des mélanges

Par contact ou mélange de deux corps à des températures différentes, il y a transfert de chaleur : à l'équilibre thermique les deux corps ont alors même température et $T = T_m$ (température finale du mélange).

La température du mélange T_m s'obtient à partir du bilan d'énergie des deux systèmes ou corps.

$Q_{am} + Q_{bm} = Q_p$ où, Q_p sont les pertes de chaleur du système non adiabate.



Si le système est **adiabate** ($Q_p = 0$), alors on a :

$m_a c_a(T_m-T_a) + m_b c_b(T_m-T_b) = 0$

$Tm= [m_a c_a(T_m-T_a) + m_b c_b(T_m-T_b)]/ (m_a c_a+ m_b c_b)$

3 Le travail W

Le travail est une **autre forme** de l'énergie (énergie mécanique) :

* c'est une énergie exprimée en **Joule**[J] ou [kcal]
* à l'échelle microscopique c'est une énergie échangée de façon **ordonnée** (grâce au déplacement du piston qui imprime une certaine direction aux atomes)
* ce **n'est pas** une fonction d'état

On distingue entre travail volumétrique, travail technique et travail fe frottement.

a)Travail volumétrique W_v

Le travail résulte le plus souvent d'une variation de volume du système **déformable** (non rigide) : ex. le déplacement d'un piston. On parle alors de travail volumétrique définit par :

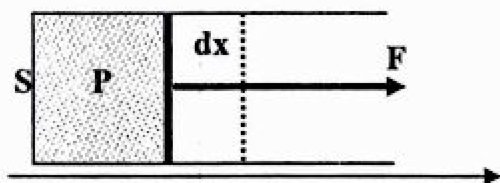


Fig. 3.2 : Transfert de travail

$p = F/S$

$dW_v = Fdx = pS\,dx = pdV$ en [Nm] ou [J]

d'où, le **travail élémentaire** : $dW_v = - pdV$ 3.8)

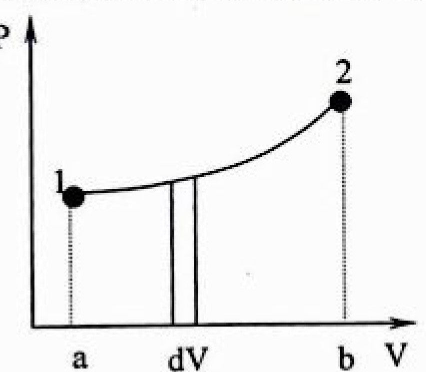
***Remarque :**

* le **signe moins** (-) est imposé par la convention de signe des énergies
* si le piston se déplace vers la droite alors dV augmente (dV>0) et le travail est **cédé** ou **fournie** au milieu extérieur (donc le travail est <0)



<u> Calcul du travail volumétrique W_v pour une transformation finie</u>*

Pour calculer le travail total entre l'état 1 et l'état 2, il faut intégrer la relation 3.8), d'où :



$W_{12} = -\int_{12} pdV$ = aire de (a,1,2,b) 3.9)

<u>On distingue alors plusieurs cas :</u>

<u>a) transformation isobare (p = cte)</u>

alors, $W_{12} = -p\int_{12} dV = -p[V_2 - V_1]$ 3.10)

<u>b) transformation isotherme (T = cte)</u>

alors, $W_{12} = -\int_{12} pdV$ or $pV = nRT$ d'où, $W_{12} = -\int_{12} nRT\, dV/V = -nRT \int_{12} dV/V$

$W_{12} = \mathbf{nRTlnV_1/V_2} = nRTlnP_2/P_1$ 3.10a)

<u>c) transformation isochore (V = cte)</u>

alors, $dV = 0$ et le travail est nul, $W_{12} = 0$

<u>b)Travail technique W_t</u>

Le travail technique W_t intervient dans les **systèmes ouverts** (Machines à piston, Turbines, fluides en écoulement...), il est défini par la relation suivante :

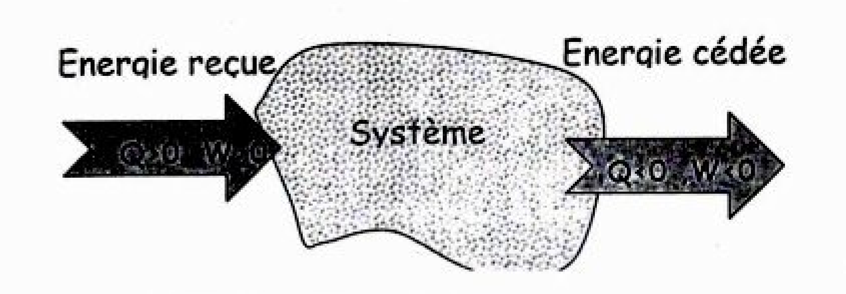
- <u>transformation élémentaire</u> : $dW_t = Vdp$ 3.11)
- <u>transformation finie</u> : $W_t = \int_{12} Vdp$

<u> Calcul du travail technique W_t</u> : il s'effectue par intégration de la relation 3.11 selon les mêmes règles que pour le travail volumétrique :*

- pour une transformation isobare ($dp = 0$) : on a $W_{t12} = 0$
- une transformation isochore (V = cte) : $W_{t12} = V(p_2 - p_1)$

<u>Convention de signe des énergies échangées (chaleur, travail...)</u>

- *les énergies (W,Q)* **reçues** *par le système sont* **comptées** > 0 *et affectées du* **signe +**
- *les énergies (W,Q)* **cédées** *par le système sont* **comptées** < 0 *et affectées du* **signe –**





Le premier principe dit aussi principe de **conservation de l'énergie**, stipule que :

* l'énergie du système **se conserve** au cours des transformations du système (c.à.d ne se dégrade pas)
* l'énergie du système est **seulement transformée** d'une forme d'énergie en une autre (équivalence des formes d'énergie

L'énergie d'un **système isolé** reste constante, U = cte.

L'énergie d'un **système non isolé** peut **varier** par suite d'échanges d'énergie (Q,W) avec le milieu extérieur, alors le système évolue d'un état 1 à un état 2 : on dit qu'il **subit une transformation**.

D'après le premier principe :

* la variation d'énergie interne du système au cours d'une transformation est égale à la somme algébrique des énergies échangées W + Q
* l'énergie interne su système varie donc pendant la transformation de

$$\Delta U = U_2 - U_1 = W + Q$$

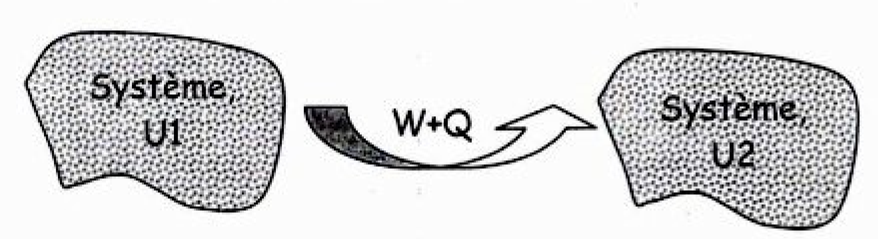


Fig. 3.3 : Variation de l'énergie interne du système

4 Enoncé du premier principe

" La somme algébrique du travail W et de la chaleur Q échangés par le système avec le milieu extérieur est égale à la variation ΔU de son énergie interne ".

* cette variation est **indépendante** de la nature des transformations, c.à.d du chemin suivi par cette transformation
* cette variation **ne dépend que** de l'état initial 1 et de l'état final 2

En d'autres termes, l'énergie interne est une **fonction d'état**, c.à.d. que sa variation ne dépend pas du chemin suivi par la transformation. En effet, considérons deux transformations entre l'état 1 et l'état 2 formant un cycle, selon le chemin suivi x ou y, on a :

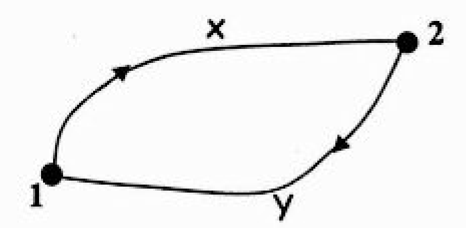


Fig. 3.4 : Variation de U au cours d'un cycle

$U_2 - U_1 = W_{12} + Q_{12}$ chemin x

$U_1 - U_2 = W_{21} + Q_{21}$ chemin y

soit, $W_{12} + Q_{12} = W_{21} + Q_{21} = cte$



On a ainsi démontré que la somme W + Q égale à ΔU **ne dépend pas du chemin suivi** et donc la fonction U est une fonction d'état (alors que W et Q pris individuellement ne sont pas des fonctions d'état).

Expression mathématique du premier principe

L'expression mathématique du premier principe est donc :

* pour un système fermé

    * si la transformation est **finie** : $\Delta U = U_2 - U_1 = W + Q$ 3.12)

    * si la transformation est **élémentaire** : $dU = dW + dQ$ 3.13)

* pour un système ouvert

c.à.d pour un système avec écoulement de fluide, il faut alors ajouter en plus la **variation d'énergie cinétique** E_C du fluide, d'où :

$$\Delta U + \Delta E_C = W + Q \qquad 3.14)$$

Les équations 3.12 à 3.14 sont d'une importance capitale en thermodynamique, car ils permettent de :

* dresser le **bilan d'énergie** du système (machines thermiques, enceinte...)
* définir le **rendement** ou le coefficient de performance de ces machines

5 Enthalpie H

L'enthalpie est définie par la relation :

$$H = U + pV \qquad 3.15)$$

* c'est une **énergie** exprimée en [J] ou [kcal]
* c'est aussi une **fonction d'état** comme l'énergie interne U

On a vu que pour une transformation infinitésimale que : $dU = dW + dQ$

$$\text{soit, } \mathbf{dU = dQ - pdV} \qquad 3.16)$$

$$\text{or, } dH = dU + d(pV) = dU + pdV + Vdp$$

$$\text{soit, } dH = dQ + Vdp \qquad 3.17)$$

6 Conséquences

- pour une **transformation isochore** (V = cte) : dU = dQ (car dV = 0)

d'où, $\Delta U = \Delta Q = mc_v\Delta T$ 3.18) et $c_v = (dU/dT)_v$ 3.19)

- pour une **transformation isobare** (p = cte) : dH = dQ (car dp = 0)

d'où, $\Delta H = \Delta Q = mc_p\Delta T$ 3.20) et $c_p = (dH/dT)$ 3.21)

* pour les **transformations isochores**, on utilisera donc la **fonction énergie interne** soit U = f(V,T) et les relations 3.18 et 3.19.
* pour les transformations **isobares**, on utilisera par contre la **fonction enthalpie,** soit H = f(p,T) et les relations 3.20 et 3.21.

Autres Relations : les coefficients calorimétriques

On utilise souvent les relations suivantes :

$$dQ = c_v dT + l dV \text{ ou } dQ = c_p dT + h dp \quad 3.22)$$

d'où, $dU = (l - p)dV + c_v dT$

$dH = (h + V)dp + c_p dT$

où, l et h sont dits les coefficients calorimétriques

On montre que :

$$l = (c_p - c_v)(dT/dV)_p \quad 3.23)$$

$$h = -(c_p - c_v)(dT/dp)_V \quad 3.24)$$

On pose également :

$$dQ = \lambda\, dp + \mu\, dV$$

avec, $\lambda = c_p(dT/dp)_V$ 3.25)

$\mu = c_V(dT/dV)_p$ 3.26)




ETUSUP.com